

UNIVERSIDAD  
DE LAS AMERICAS  

---

Laureate International Universities®

# ***MODELOS ATOMICOS***

*Autoras: Msc. Sylvia Araya  
Dra. Luz Alegría*

*PREUNIVERSITARIO EN LA UNIVERSIDAD  
AGOSTO a NOVIEMBRE 2008*

UNIVERSIDAD  
DE LAS AMERICAS  

---

Laureate International Universities®

# Primeros Modelos

Según los filósofos naturales de la antigüedad. VI a.C. las sustancias conocidas del mundo material se habrían de formar a partir de alguna materia prima, lo cual condujo a Empédocles (495 – 435 a. C.) a postular que existían cuatro elementos básicos: tierra, fuego, aire y agua



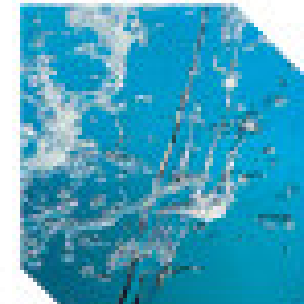
Fuego



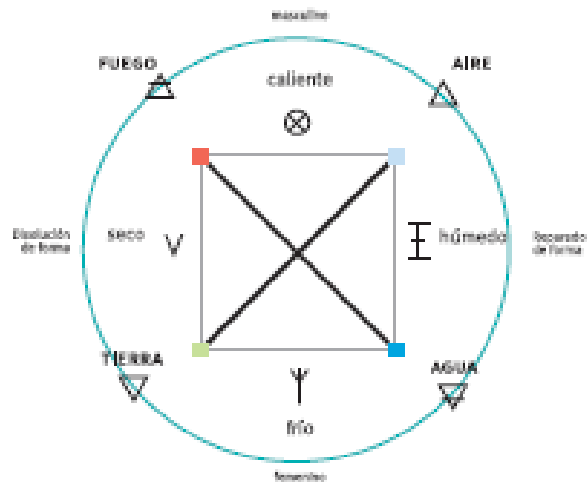
Aire



Tierra



Agua



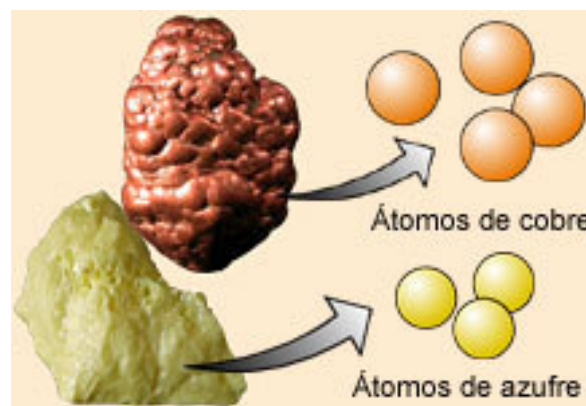
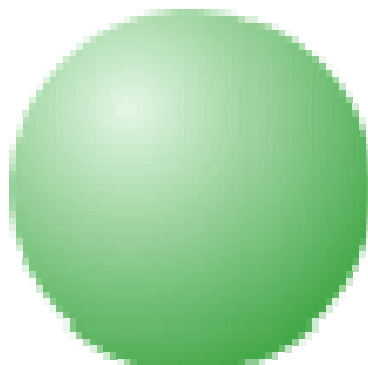
# Teoría Atómica de Dalton 1808

[http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93\\_iniciacion\\_interactiva\\_materia/curso/materiales/indice.htm](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/indice.htm)



La imagen del átomo expuesta por Dalton en su teoría atómica

1. La materia está formada por minúsculas partículas indivisibles llamadas **átomos**.
2. Hay **distintas clases de átomos** que se distinguen por su masa y sus propiedades. Todos los átomos de un elemento poseen las mismas propiedades químicas. Los átomos de elementos distintos tienen propiedades diferentes.

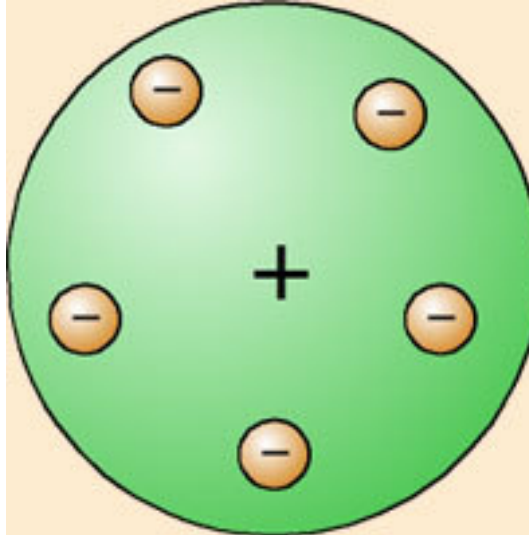


# Teoría Atómica de Thomson 1897



De este descubrimiento dedujo que el átomo debía de ser una esfera de materia cargada positivamente, en cuyo interior estaban incrustados los electrones.

Demostró que dentro de los átomos hay unas partículas diminutas, con carga eléctrica negativa, a las que se llamó electrones.



# Descubrimiento *del electrón*

[http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93\\_iniciacion\\_interactiva\\_materia/curso/materiales/atomo/catodicos.htm](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomo/catodicos.htm)

La primera evidencia de la existencia de *partículas subatómicas* y por tanto de que los átomos no eran indivisibles como postulaba la teoría atómica de Dalton, se obtuvo de los estudios de la conductividad eléctrica de gases a bajas presiones.

Los gases son aislantes para voltajes bajos, sin embargo, frente a voltajes elevados se vuelven conductores. Cuando en un tubo de vidrio que contiene un gas se hace parcialmente el vacío y se aplica un voltaje de varios miles de voltios, fluye una corriente eléctrica a través de él.

Asociado a este flujo eléctrico, el gas encerrado en el tubo emite unos rayos de luz de colores, denominados **rayos catódicos**, que son **desviados por la acción de los campos eléctricos y magnéticos**.

Mediante un estudio cuidadoso de esta desviación, **J. J. Thomson** demostró en 1897 que los rayos estaban formados por una corriente de partículas cargadas negativamente, que llamó **electrones**.



# Teoría Atómica de Rutherford 1910

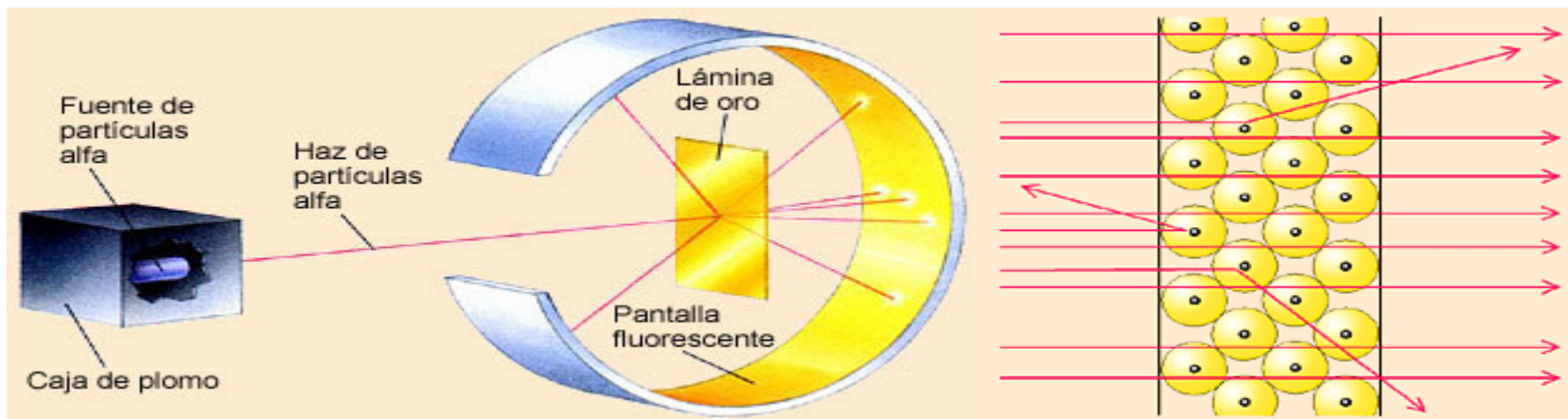
[http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93\\_iniciacion\\_interactiva\\_materia/curso/materiales/atomo/mod\\_ruther.htm](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomo/mod_ruther.htm)



Demostró que los átomos no eran macizos, como se creía, sino que están vacíos en su mayor parte y en su centro hay un diminuto **núcleo**.

Los experimentos llevados a cabo en 1911 bajo la dirección de **Ernest Rutherford** modificaron las ideas existentes sobre la naturaleza del átomo. Rutherford y sus colaboradores **bombardearon una fina lámina de oro** con *partículas alfa* (núcleos de helio) procedentes de un elemento radiactivo. Observaban, mediante una pantalla fluorescente, en qué medida eran dispersadas las partículas. La mayoría de ellas atravesaba la lámina metálica sin cambiar de dirección; sin embargo, unas pocas eran reflejadas hacia atrás con ángulos pequeños. Éste era un resultado completamente inesperado, incompatible con el modelo de átomo macizo existente.

Mediante un análisis matemático de las fuerzas involucradas, Rutherford demostró que la dispersión era causada por un pequeño **núcleo cargado positivamente**, situado en el centro del átomo de oro. De esta forma dedujo que la mayor parte del átomo es espacio vacío, lo que explicaba por qué la mayoría de las partículas que bombardeaban la lámina de oro, pasaran a través de ella sin desviarse.



Autoras: Msc. Sylvia Araya  
Dra. Luz Alegría

PREUNIVERSITARIO EN LA UNIVERSIDAD  
AGOSTO a NOVIEMBRE 2008

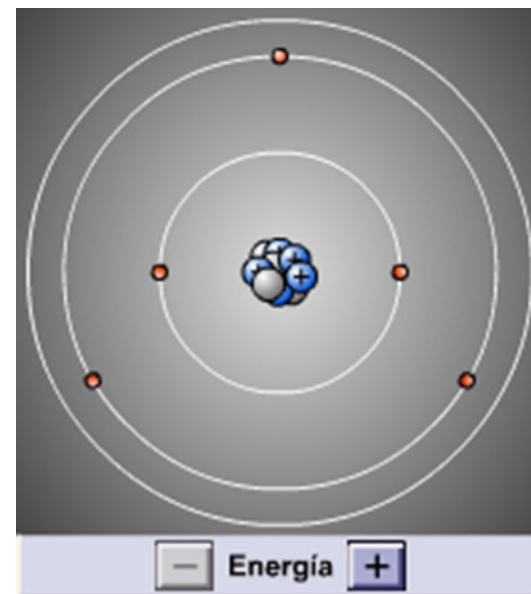
UNIVERSIDAD  
DE LAS AMERICAS  
Laureate International Universities®

# Teoría Atómica de Bohr 1913



Propuso un nuevo modelo atómico, según el cual los electrones giran alrededor del núcleo en unos niveles bien definidos.

Dedujo que el átomo debía estar formado por una *corteza* con los electrones girando alrededor de un núcleo central cargado positivamente.



Modelo Interactivo de Bohr

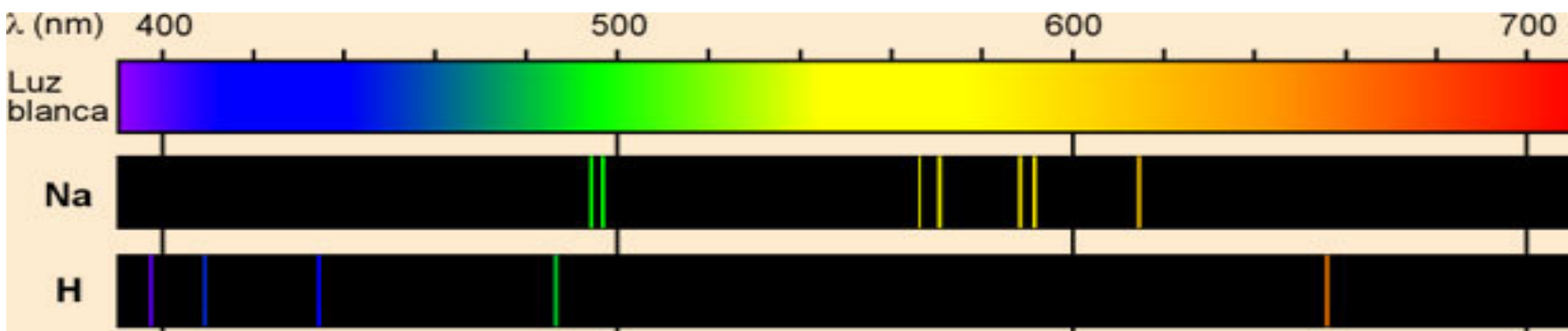
[http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93\\_iniciacion\\_interactiva\\_materia/curso/materiales/atomo/mod\\_bohr.htm](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomo/mod_bohr.htm)

**Espectros atómicos** discontinuos originados por la radiación emitida por los átomos excitados de los elementos en estado gaseoso

# Espectro

En el siglo XVII, Isaac Newton demostró que la luz blanca visible procedente del sol puede descomponerse en sus diferentes colores mediante un prisma. El **espectro** que se obtiene es continuo; contiene todas las longitudes de onda desde el rojo al violeta, es decir, entre unos 400 y 700 nm ( $1\text{ nm} = 10^{-9}\text{ m}$ ). En cambio la luz emitida por un gas incandescente no es blanca sino coloreada y el espectro que se obtiene al hacerla pasar a través de un prisma es bastante diferente. Es un **espectro discontinuo** que consta de líneas o rayas emitidas a longitudes de onda específicas. Cada elemento (es decir cada tipo de átomos) posee un espectro característico que puede utilizarse para identificarlo. Por ejemplo, en el del sodio, hay dos líneas intensas en la región amarilla a 589 nm y 589,6 nm.

Uno de los espectros **atómicos más sencillos**, y que más importancia tuvo desde un punto de vista teórico, **es el del hidrógeno**. Cuando los átomos de gas hidrógeno absorben energía por medio de una descarga de alto voltaje, emiten radiaciones que dan lugar a 5 líneas en la región visible del espectro:



El modelo atómico de Rutherford **no podía explicar** estas **emisiones discretas** de radiación por los átomos. Además presentaba el inconveniente de ser inestable: Según la física clásica una carga en movimiento emite continuamente energía por lo que los electrones radiarían energía continuamente **hasta "caer" en el núcleo, con lo que el átomo se destruiría.**



Desarrolló un modelo matemático que permitió formalizar desde el punto de vista de onda el comportamiento de las partículas para el electrón

La función de onda de un electrón describe un orbital atómico . Por lo tanto un conjunto de ondas se representa por orbitales

**Orbital atómico** : región en el espacio que tiene forma , tamaño y orientación , en la cual existe la máxima probabilidad de encontrar un electrón

Este modelo matemático entrega información de 4  $n^0$  cuánticos

UNIVERSIDAD  
DE LAS AMERICAS  

---

Laureate International Universities®

# ***ESTRUCTURA ATOMICA***

*Autoras: Msc. Sylvia Araya  
Dra. Luz Alegría*

*PREUNIVERSITARIO EN LA UNIVERSIDAD  
AGOSTO a NOVIEMBRE 2008*

UNIVERSIDAD  
DE LAS AMERICAS  

---

Laureate International Universities®

# EL ÁTOMO

La materia esta constituida por pequeñas partículas llamadas **átomos**

## *Estructura del átomo*



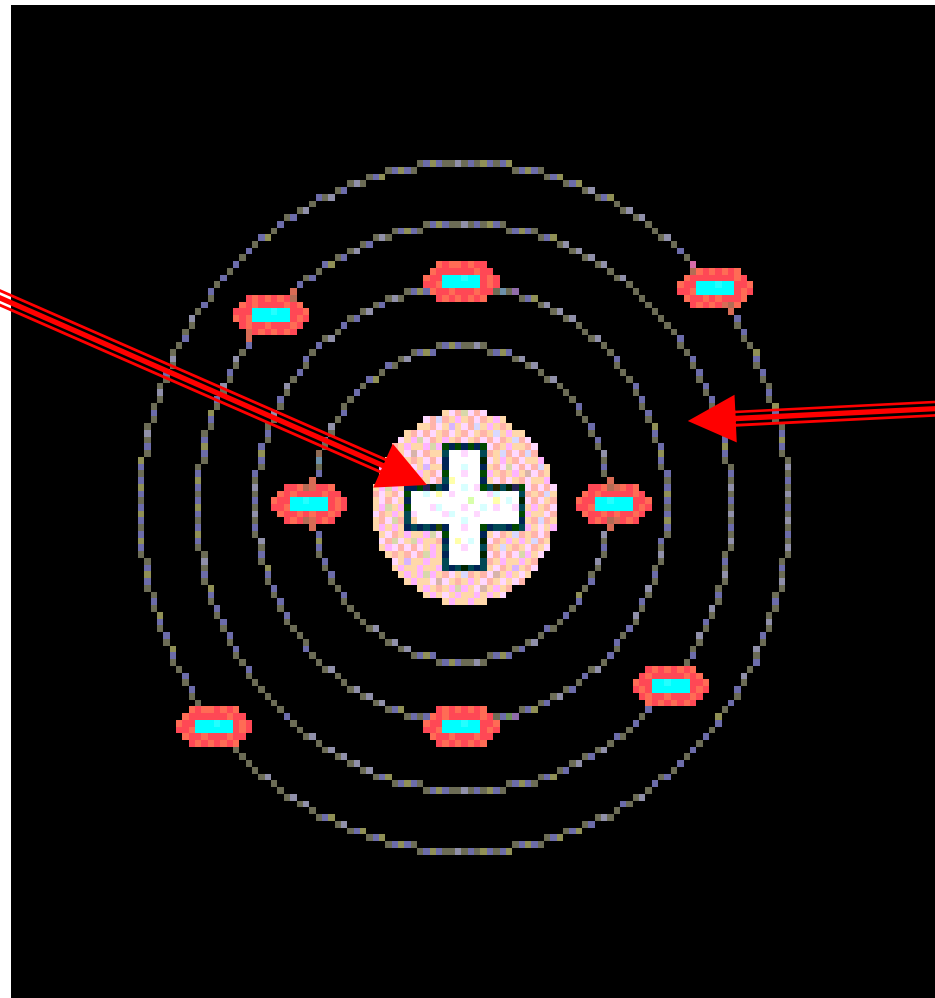
```
graph TD; A[Estructura del átomo] --- B[Envoltura]; A --- C[Núcleo]
```

*Envoltura*

*Núcleo*

# ESTRUCTURA Y CONSTITUCIÓN DEL ÁTOMO

**Núcleo :**  
*Protones y*  
*Neutrones*  
partículas  
responsables  
de la masa



**Región  
Extranuclear:**  
*Electrones*

Autoras: Msc. Sylvia Araya  
Dra. Luz Alegría

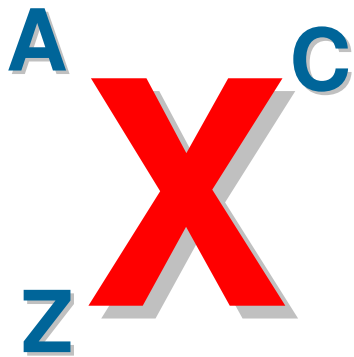
PREUNIVERSITARIO EN LA UNIVERSIDAD  
AGOSTO a NOVIEMBRE 2008

UNIVERSIDAD  
DE LAS AMÉRICAS  
Laureate International Universities®

# CARACTERÍSTICAS DE LAS PARTÍCULAS SUBATÓMICAS

Partícula	Símbolo.	Carga	Ubicación	Masa,g
Protón	p+	+ 1	núcleo	$1,67 \times 10^{-24}$
Neutrón	n°	0	núcleo	$1,67 \times 10^{-24}$
electrón	e-	- 1	exterior	$9,11 \times 10^{-28}$

# Número Atómico y Número Másico.



**A** – Número másico

$$A = p^{+} + n^{0}$$

**Z** – Número atómico

$$Z = p^{+}$$

**C** – Carga

**NÚMERO ATÓMICO (Z)** es el número de protones en el átomo. En un átomo neutro el número de protones es igual al número de electrones.

$$Z = \text{NÚMERO DE PROTONES}$$

**NÚMERO MÁSICO (A)** es la suma del número de protones y de neutrones.

$$A = \text{N}^{\circ} \text{ DE PROTONES} + \text{NEUTRONES}$$

**Para determinar el número de neutrones en el núcleo , dados Z y A , se resta el Z( número de protones ) del A**

$$\text{número de neutrones} = A - Z$$

**EJEMPLO** Determine las partículas fundamentales del átomo de potasio ( K)

$$Z = 19 \quad \text{y su } A = 40$$



# IONES

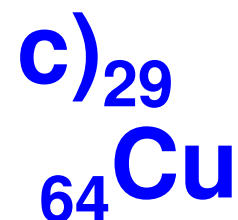
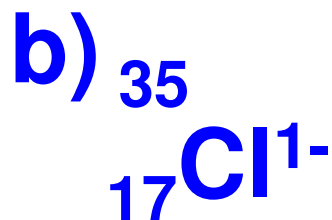
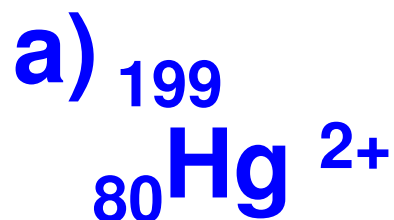
Son **átomos** que tienen **distinto** número de **electrones** que de protones, por lo tanto, presentan carga eléctrica.

Un **ión positivo** tiene menos electrones que protones y se llama **catión**.

Un **ión negativo** tiene más electrones que protones y se denomina **anión**.

# ***Aplicación***

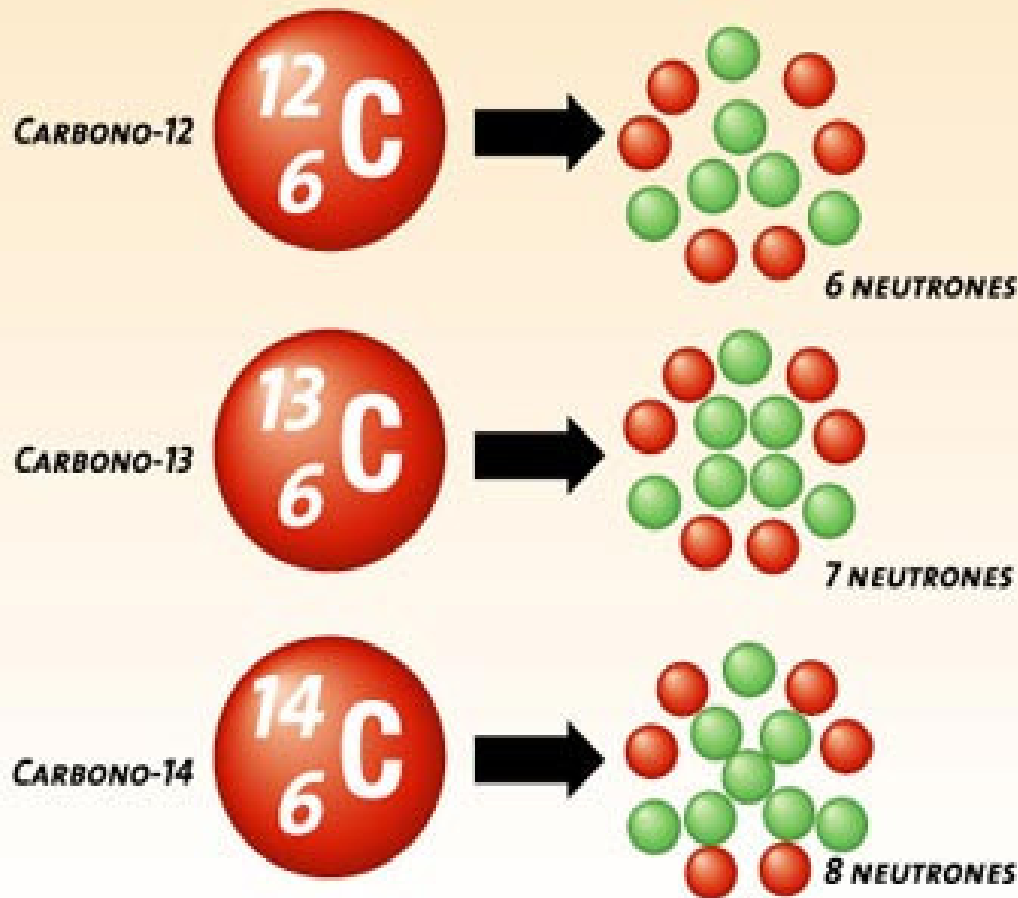
***¿ Qué información nos entrega la siguiente simbología ?***



# Los isótopos

Los átomos de un mismo elemento con diferente masa se conocen como isótopos. Estos se distinguen escribiendo el número de masa junto al nombre o símbolo del elemento.

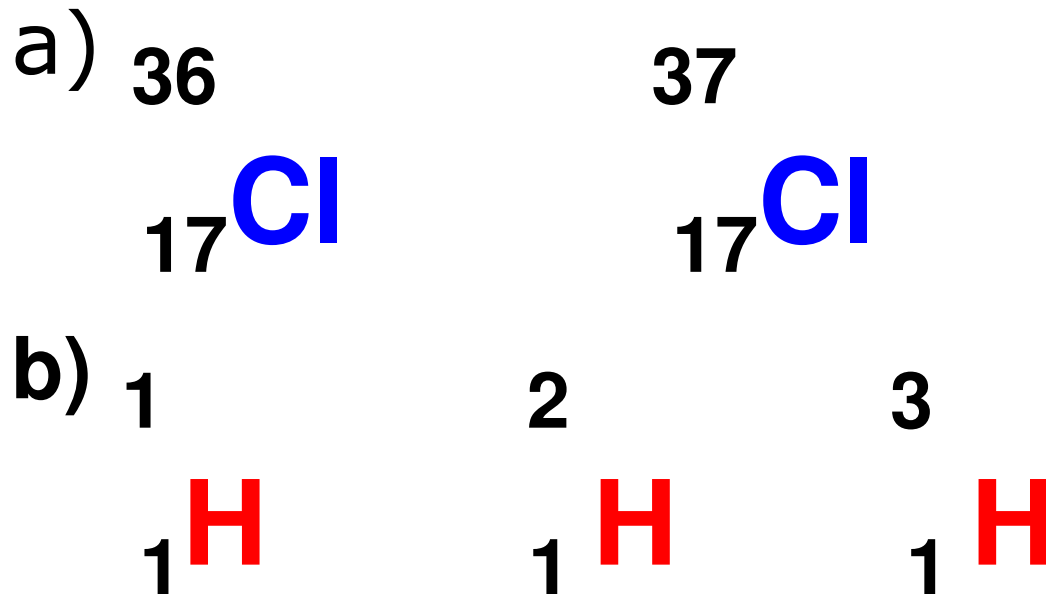
En este caso se representan los tres isótopos del carbono:



Son átomos de un mismo elemento que **difieren** en el número másico A, es decir, tienen el mismo número de protones (número atómico, Z) y distinto número de neutrones.

Los elementos se presentan en la naturaleza como una mezcla de varios isótopos, los que tienen distinta masa atómica.

### EJEMPLOS



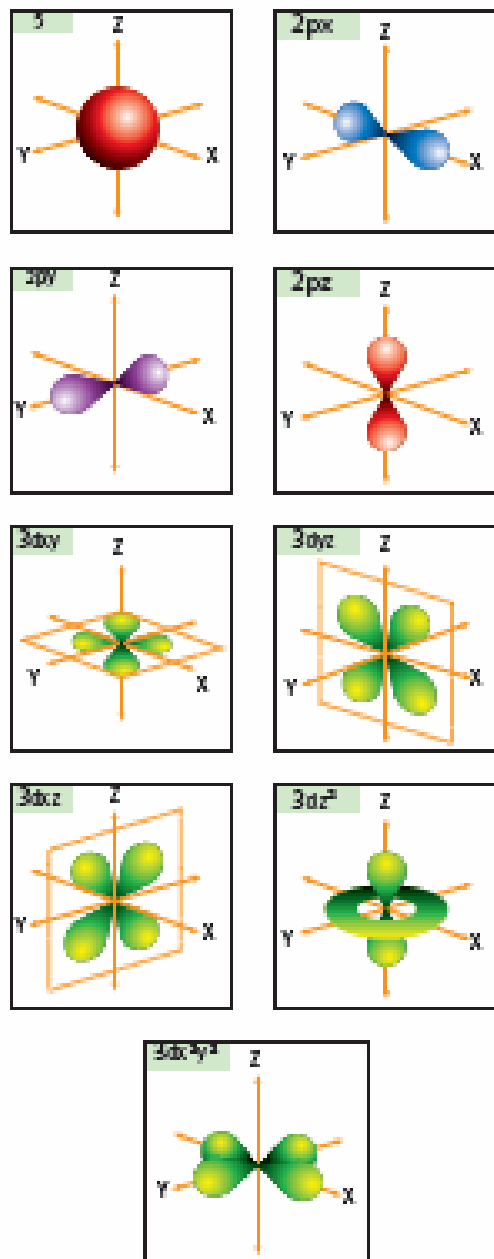
# Modelo Actual : dual onda partícula

Principio de Incertidumbre de Heisenberg ( 1927-1976)

“ Imposible medir con exactitud la velocidad y posición del electrón a la vez en forma simultánea . A mayor precisión y exactitud en la velocidad de la partícula mayor incertidumbre “

Sus postulados sirvieron de base para los estudios de superconductividad en los albores del s XXI , ya que nos permitió comunicarnos con las persona que se encuentren a grandes distancias de nosotros





- El número cuántico principal ( $n$ ), nos entrega la energía que posee el electrón y el tamaño aproximado del átomo. Los valores que toma son números enteros, por ejemplo: 1, 2, y 3.
- El número cuántico secundario (azimutal) ( $l$ ), nos da información del tipo de orbital y se representa con números enteros que van de 0 hasta  $(n-1)$ .
- El número cuántico magnético ( $m_l$  ó  $m$ ) nos indica la orientación espacial de los orbitales. Los valores que toma son números enteros que dependen del valor que adopte el número cuántico secundario ( $l$ ); estos valores están comprendidos entre  $+l$  y  $-l$ , incluyendo el 0.
- Finalmente el número cuántico del spin ( $s$ ), nos determina el giro de un electrón alrededor de su propio eje, el cual puede asumir solamente dos valores, que son  $+\frac{1}{2}$  y  $-\frac{1}{2}$ .

El número de electrones posibles que pueden ubicarse en cada uno de los orbitales es:

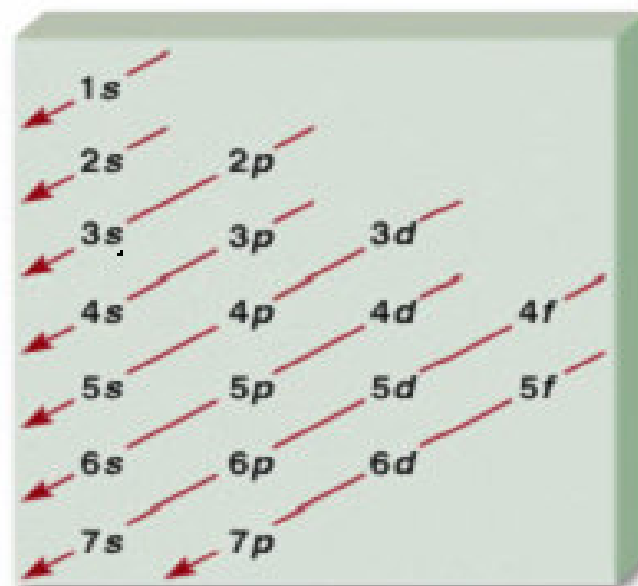
Tipo de orbital ( $l$ )			Valores de $m_l$	Total de orbitales	Número máximo de electrones
$l = 0$	s		$m_l = 0$	1	2
$l = 1$	p		$m_l = -1, 0, 1$	3	6
$l = 2$	d		$m_l = -2, -1, 0, 1, 2$	5	10
$l = 3$	f		$m_l = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$	7	14

#### Relación entre los números cuánticos y los orbitales atómicos

Como pueda establecerse, una subcapa "s" tiene un orbital, una subcapa "p" tiene tres orbitales, una subcapa "d" tiene cinco orbitales y una subcapa "f" tiene siete orbitales.

# Configuración electrónica

**Regla  
diagonal** ➔



**Orden de llenado**

**1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p**

Ver diagrama de cuadros y configuración Para C, N y O.

*Autoras: Msc. Sylvia Araya  
Dra. Luz Alegría*

*PREUNIVERSITARIO EN LA UNIVERSIDAD  
AGOSTO a NOVIEMBRE 2008*

UNIVERSIDAD  
DE LAS AMERICAS  
Laureate International Universities®

# ORBITAL

Región de espacio donde existe un **alta probabilidad** de encontrar electrones.

Los orbitales pueden estar :

vacíos (sin electrones)

incompletos (con un electrón)

completos ( 2 electrones )



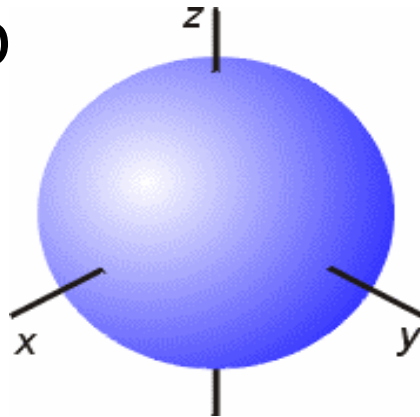
## Configuración electrónica: Información que entrega

Litio $Z = 3$	$1s^2 2s^1$	Período 2	Grupo I
Oxígeno $Z = 8$	$1s^2 2s^2 2p^4$	Período 2	Grupo VI
Elemento 3 $Z = 17$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	Período 3	Grupo VII
Elemento 4 $Z = 26$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$	Período 4	Grupo VIII

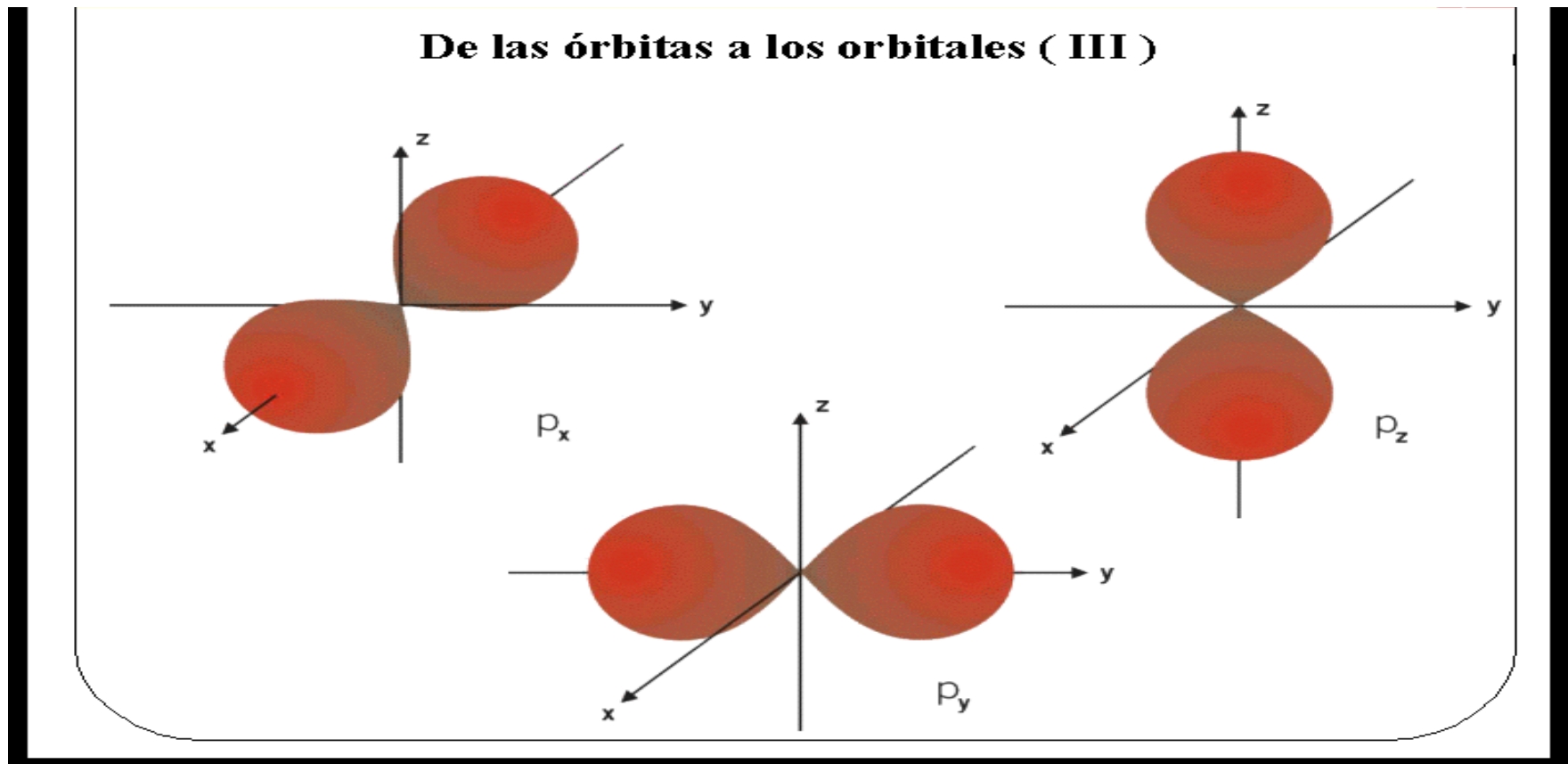
# CARACTERÍSTICAS DE LOS SUBNIVELES

Los subniveles son 4, los cuales se designan con letras **s, p, d, f**

**Subnivel s** : Tiene forma de esfera, se encuentra en todos los niveles de energía, son los de menor energía. En cada nivel existe solamente un sub



**Subnivel p** : se encuentran a partir del nivel 2 de energía, su forma es bilobular, existen 3 orbitales, los tres tienen la misma forma tamaño y energía .Para diferenciarlos se denominan;  $p_x$ ,  $p_y$  y  $p_z$



**Subnivel d** se encuentra a partir del tercer nivel de energía , son 5 orbitales d por cada nivel Los tres tienen la misma forma tamaño y energía tienen forma de roseta y un quinto forma lobular

**Subnivel f** se encuentra a partir del cuarto nivel de energía, son 7 orbitales f por cada nivel Los 7 tienen la misma forma tamaño y energía

<b>Nivel de energía</b>	<b>Subnivel</b>	<b>Nº de orbitales</b>	<b>Nº máximo de electrones por subnivel</b>
<b>1</b>	<b>s</b>	<b>1</b>	<b>2</b>
<b>2</b>	<b>s</b>	<b>1</b>	<b>2</b>
	<b>p</b>	<b>3</b>	<b>6</b>
<b>3</b>	<b>d</b>	<b>5</b>	<b>10</b>
<b>4</b>	<b>f</b>	<b>7</b>	<b>14</b>

# REGLAS PARA ESCRIBIR LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

## PRINCIPIO DE AUFBAU

❖ los electrones se ubican:

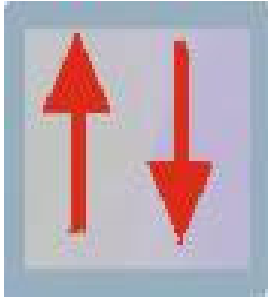

niveles de energía de menor a mayor  
1, 2, 3, .....7

subniveles de menor a mayor energía

**s < p < d < f**

# PRINCIPIO DE EXCLUSION DE PAULI

- Cada orbital puede contener un máximo de 2 electrones con espines opuestos.
- spin se representan con flechas

	<b>Electrones apareados</b>		<b>Electrón desapareado</b>
---	-----------------------------	---	-----------------------------

## REGLA DE HUND

La distribución más estable en los subniveles de igual energía es aquella que tenga el mayor n° de electrones desapareados, es decir con spines paralelos.



## EJEMPLO

p3 en el subnivel p se debe ubicar 3e-



p4 en el subnivel p se debe ubicar 4e-



p5 en el subnivel p se debe ubicar 5e-



Nivel (n)	Orbitales (l)	Total de orbitales	Número máximo de electrones en el nivel, según $2n^2$	
K (n = 1)	s ( $l = 0$ )	1 ( $ml = 0$ )	2	2
L (n = 2)	s ( $l = 0$ ) p ( $l = 1$ )	1 ( $ml = 0$ ) 3 ( $ml = -1, 0, 1$ )	2 6	8
M (n = 3)	s ( $l = 0$ ) p ( $l = 1$ ) d ( $l = 2$ )	1 ( $ml = 0$ ) 3 ( $ml = -1, 0, 1$ ) 5 ( $ml = -2, -1, 0, 1, 2$ )	2 6 10	18
N (n = 4)	s ( $l = 0$ ) p ( $l = 1$ ) d ( $l = 2$ ) f ( $l = 3$ )	1 ( $ml = 0$ ) 3 ( $ml = -1, 0, 1$ ) 5 ( $ml = -2, -1, 0, 1, 2$ ) 7 ( $ml = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$ )	2 6 10 14	32

# NOTACIÓN DE KERNEL

Una manera simplificada de escribir la configuración electrónica es utilizando los gases nobles para ello debes:

1. conocer el  $n^{\circ}$  de electrones que necesitas distribuir
2. con el dato anterior debes seleccionar el gas noble que tengan un número atómico lo más cercano pero menor .
3. comienzas a escribir la configuración con el gas noble elegido y completa con lo que te falta
- 4 .Recuerda los gases nobles con sus respectivos  $n^{\circ}$  atómico son:  $\text{He}_2$ ,  $\text{Ne}_{10}$ ,  $\text{Ar}_{18}$ ,  $\text{Kr}_{36}$

## ***EJEMPLOS***



## **EJEMPLO**

**Identifique el grupo y periodo de los siguientes elementos químicos**

**a) O      Z = 8**

**b) Cl      Z=17**

**c) N      Z=7**

**d) Si      Z=14**

**e) Li      Z=3**

**f) Mg      Z=12**

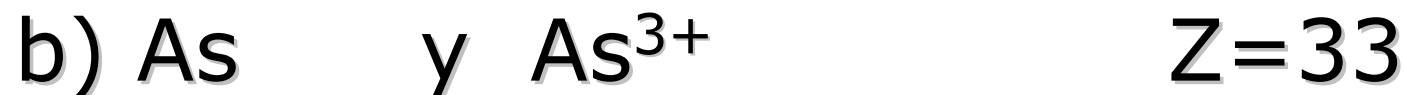
# Configuraciones electrónicas de los iones

Las configuraciones electrónicas del  $s^2p^6$ ; correspondiente a un gas noble son las más estables, por este motivo los iones tienden a poseer tal configuración.

## EJEMPLO

Escriba la configuración electrónica de las siguientes especies e identifica el nivel de valencia y los electrones de valencia .

Fundamenta



UNIVERSIDAD  
DE LAS AMERICAS  

---

Laureate International Universities®

# ***TABLA PERIODICA***

*Autoras: Msc. Sylvia Araya  
Dra. Luz Alegría*

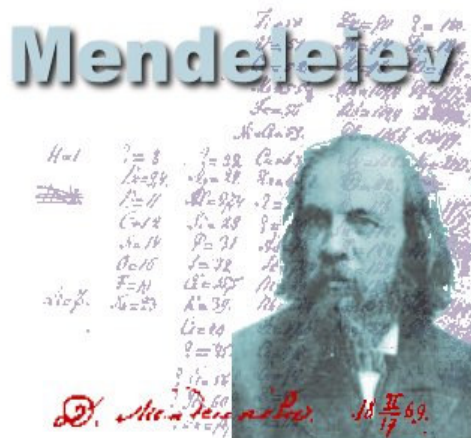
*PREUNIVERSITARIO EN LA UNIVERSIDAD  
AGOSTO a NOVIEMBRE 2008*

UNIVERSIDAD  
DE LAS AMERICAS  

---

Laureate International Universities®





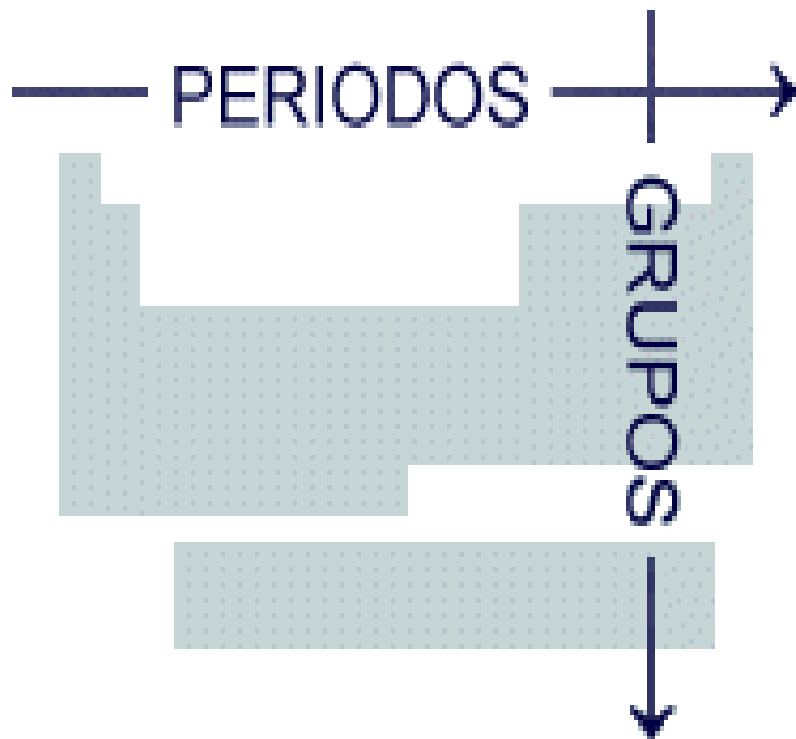
# TABLA PERIODICA

**Dimitri Ivanovich Mendeleev**  
(1834-1907). Químico ruso que aportó importantes antecedentes sobre la periodicidad de los elementos, basándose fundamentalmente en las propiedades químicas de ellos:



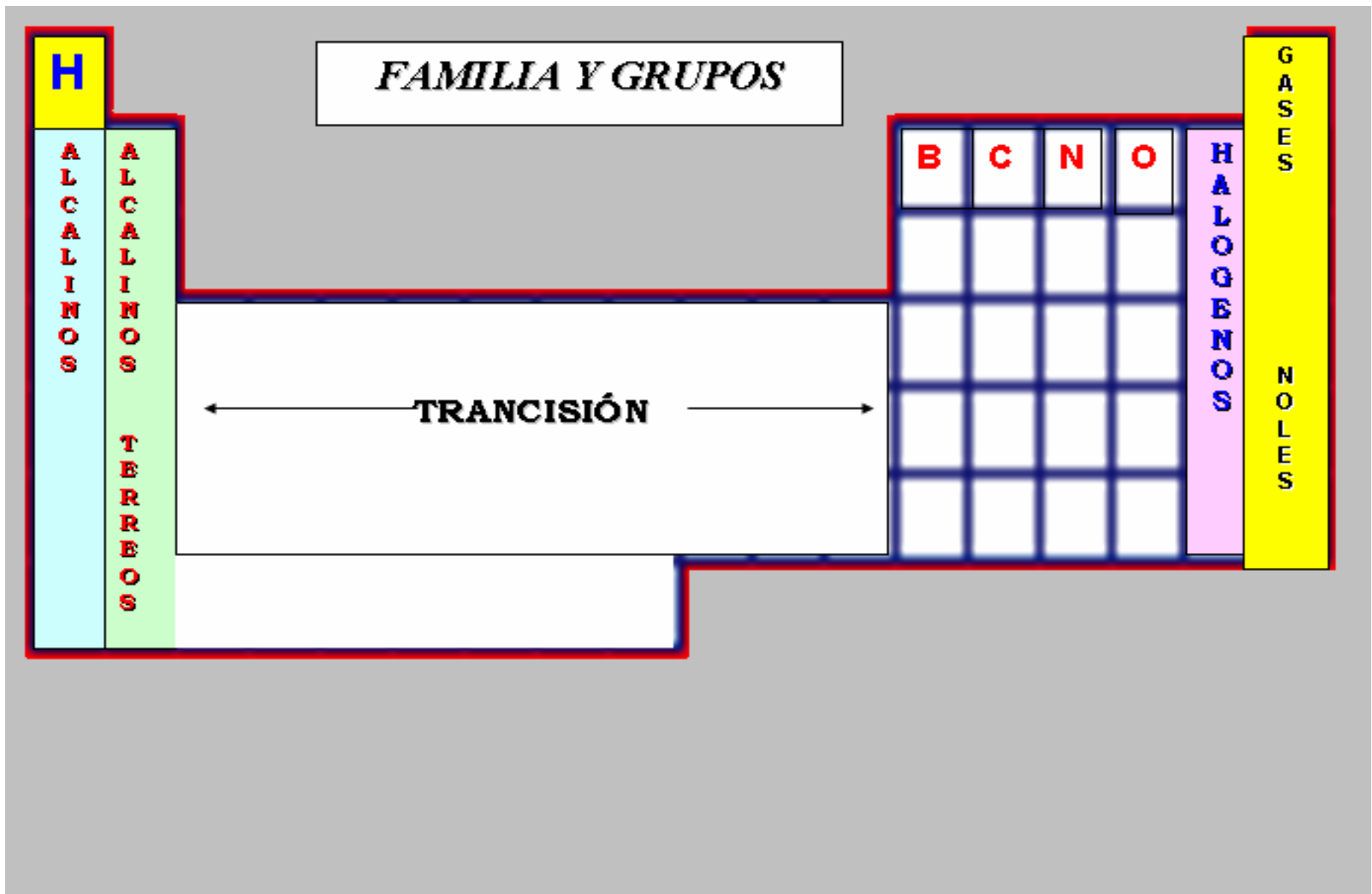
**GRUPOS** : filas verticales columnas )  
designados con n° romano y letras A o B  
(son 18 )

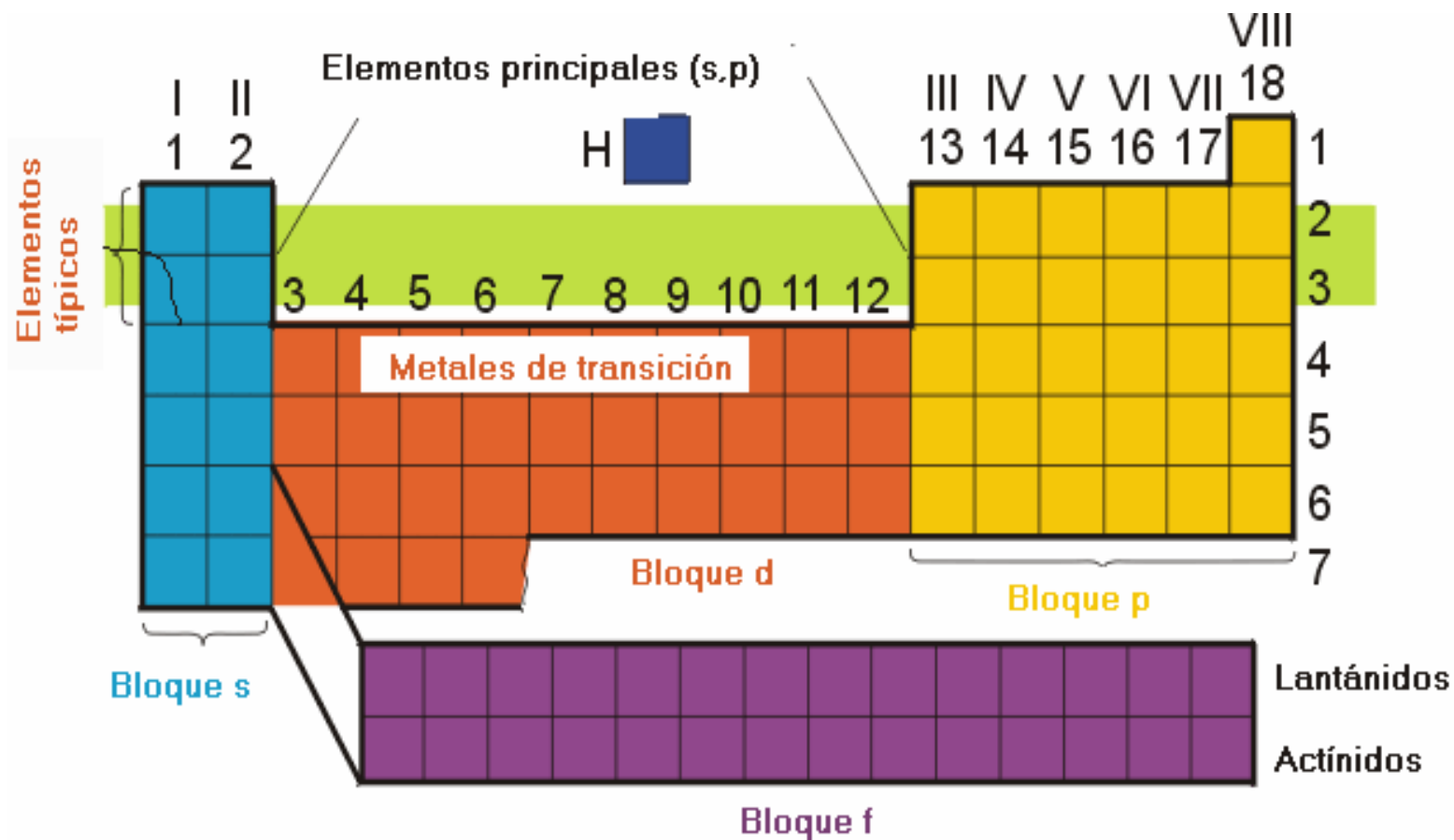
Los elementos que tienen configuración electrónica similares en el nivel de valencia, poseen propiedades análogas y pertenecen al mismo grupo



**PERIODOS** filas  
horizontales , son 7,  
corresponden al nivel de  
valencia

Ej Li nivel de valencia 2 se  
encuentran en el periodo 2





Bloques s y d:  $n^{\circ}$  e valencia =  $n^{\circ}$  grupo

Bloque p:  $n^{\circ}$  e valencia =  $n^{\circ}$  grupo - 10

# ***PROPIEDADES PERIODICAS***



📖 Son aquellas que varían gradualmente a medida que cambia el número atómico ( $Z$ )

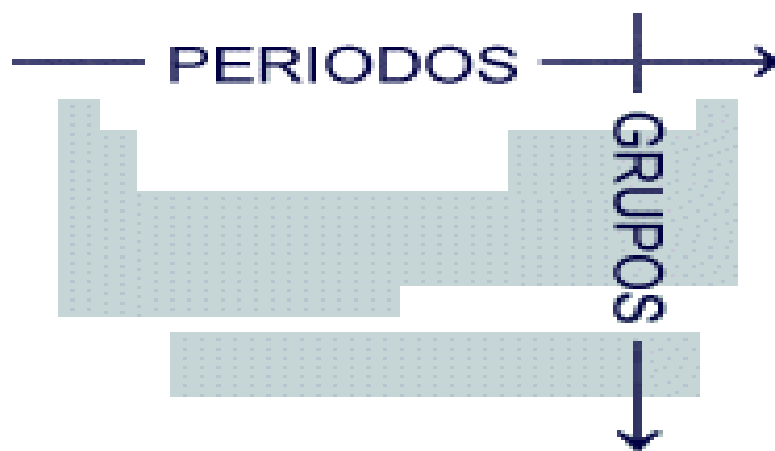
📖 Las variaciones de las propiedades periódicas dependen de las configuraciones electrónicas, en especial de la configuración de la capa externa ocupada y de su distancia con respecto al núcleo

📖 Su variación se analiza en grupos y periodos

 **Para estudiar las variaciones de las propiedades periódicas debemos señalar y recordar que**

**1.- Al avanzar en un grupo aumentan los niveles de energía**

**2.- Al avanzar en un periodo de izquierda a derecha ( hacia los gases nobles ) , aumenta el Z y con ello los protones es decir la carga nuclear y por lo tanto los electrones se sienten más atraídos por el núcleo**



# **LAS PROPIEDADES PERIODICAS A ESTUDIAR SON**

RADIO ATÓMICO:

RADIO IONICO

POTENCIAL DE IONIZACION ( O ENERGIA DE IONIZACIÓN)

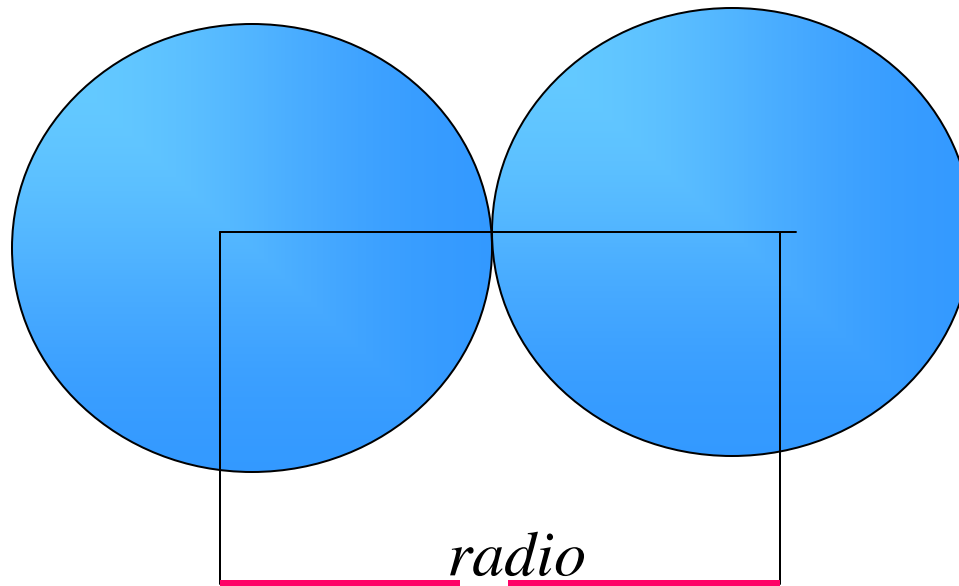
AFINIDAD ELECTRÓNICA

ELECTRONEGATIVIDAD

CARÁCTER METÁLICO



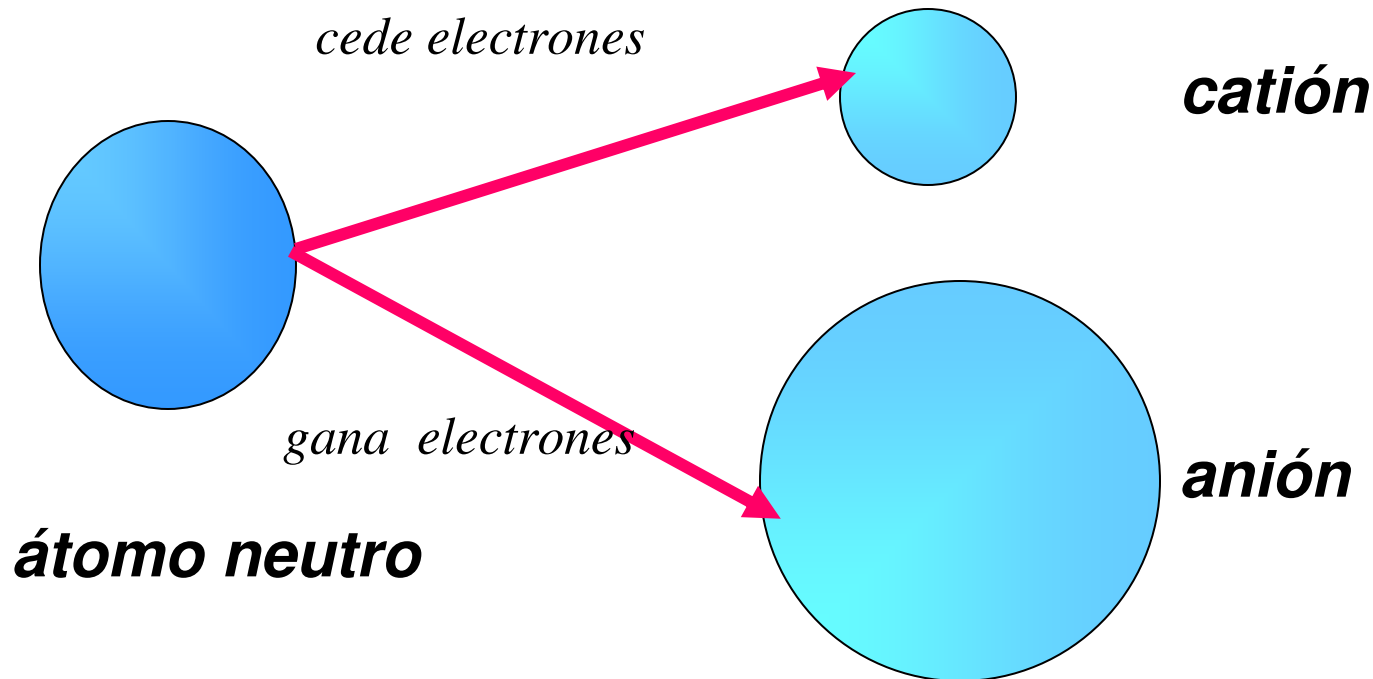
**RADIO ATÓMICO:** es la mitad de la distancia existente entre los centros de dos o más átomos que estén en contacto.



**RADIO IONICO** es el radio que presenta un átomo cuando ha perdido o ganado electrones

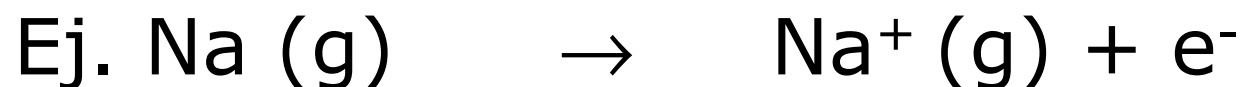
Radio Catiónico será menor al de su átomo neutro

Radio Aniónico será mayor al de su átomo neutro



# POTENCIAL DE IONIZACION

❖ **energía** necesaria para **arrancar un electrón de su nivel de valencia**, convirtiendo el átomo en un catión gaseoso.



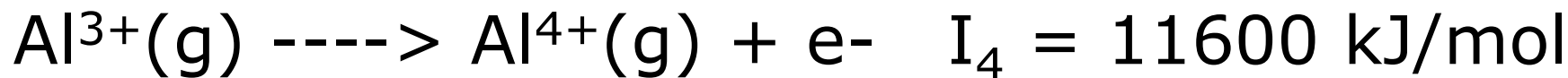
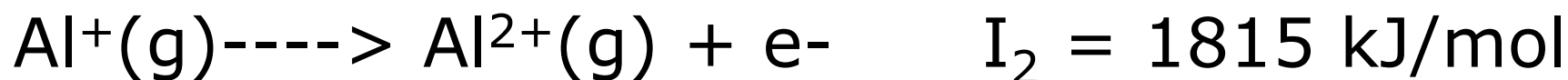
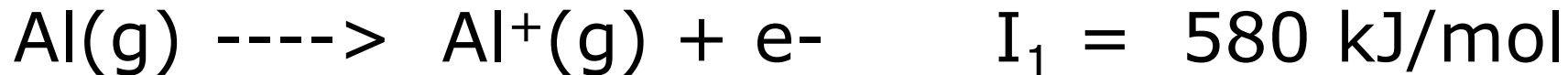
$\text{PI}_1$  ó  $\text{EI} = 496 \text{ kJ/mol}$  (primera energía de ionización)

❖ Un átomo con "**n**" **electrones** tiene "**n**" **energías** o **potenciales de ionización**.

La energía necesaria para retirar el **primer electrón** más débilmente unido, se conoce como **La Primera Energía de Ionización  $I_1$** . El retiro del segundo electrón requiere la energía  **$I_2$**  y así sucesivamente.

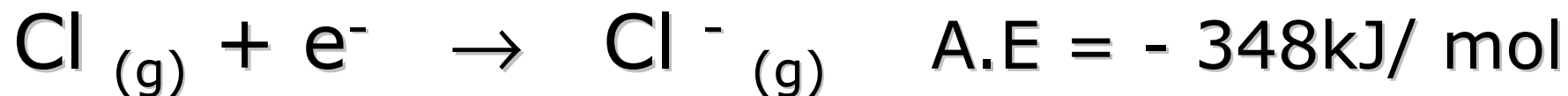
## ***EJEMPLO***

Tomemos la energía de ionización del Aluminio



# AFINIDAD ELECTRÓNICA

Energía que se **libera o absorbe** cuando se añade un electrón a un átomo gaseoso para formar un anión



Los elementos con afinidades electrónicas muy negativas ganan electrones con facilidad para formar iones negativos (aniones).

# ELECTRONEGATIVIDAD

Tendencia relativa de los átomos a atraer los electrones de enlaces.

Las electronegatividades de los elementos se expresan en una escala algo arbitraria llamada escala de Pauling. La cuál toma valores desde 0,8 para el Cs hasta el elemento más electronegativo el F con una E.N= 4,0

# ¿COMO VARIAN LA PROPIEDADES PERIODICAS EN LA TABLA PERIDOICA ?

**Tema 13 Sistema periódico** **1** Física y química, 1º de bachillerato **sm**

**SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS**

Legend:

- Número atómico
- Simbolo
- Nombre
- Masa atómica
- Metals
- Semimetals
- Non-metals
- Inert gases

Periods: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7

Groups: I A, II A, III B, IV B, V B, VI B, VII B, VIII, IX, X, XI, XII, XIII, XIV, XV, XVI, XVII, XVIII

Lanthanides 6: Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu

Actinides 7: Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr

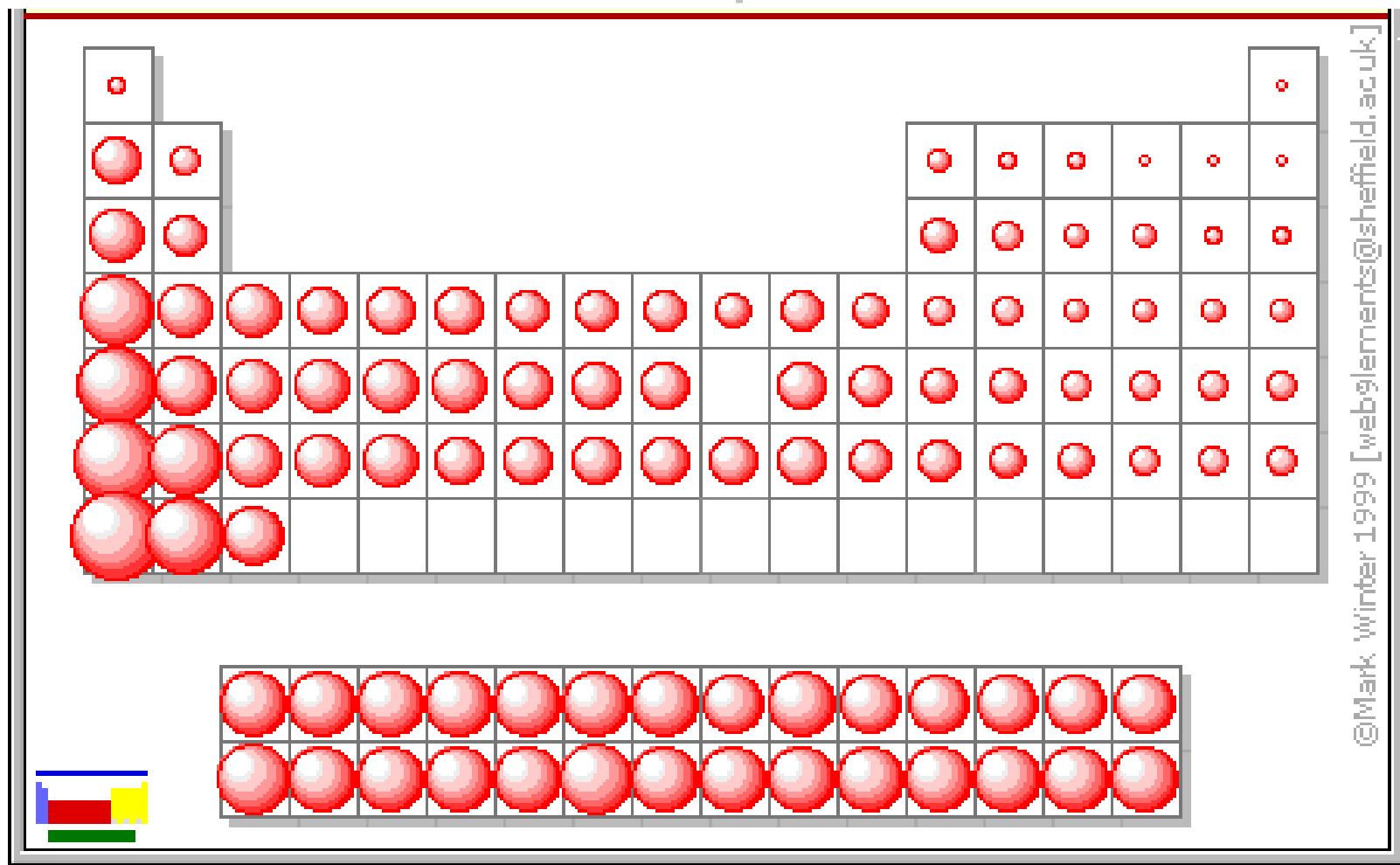
Autoras: Msc. Sylvia Araya  
Dra. Luz Alegría

PREUNIVERSITARIO EN LA UNIVERSIDAD  
AGOSTO a NOVIEMBRE 2008

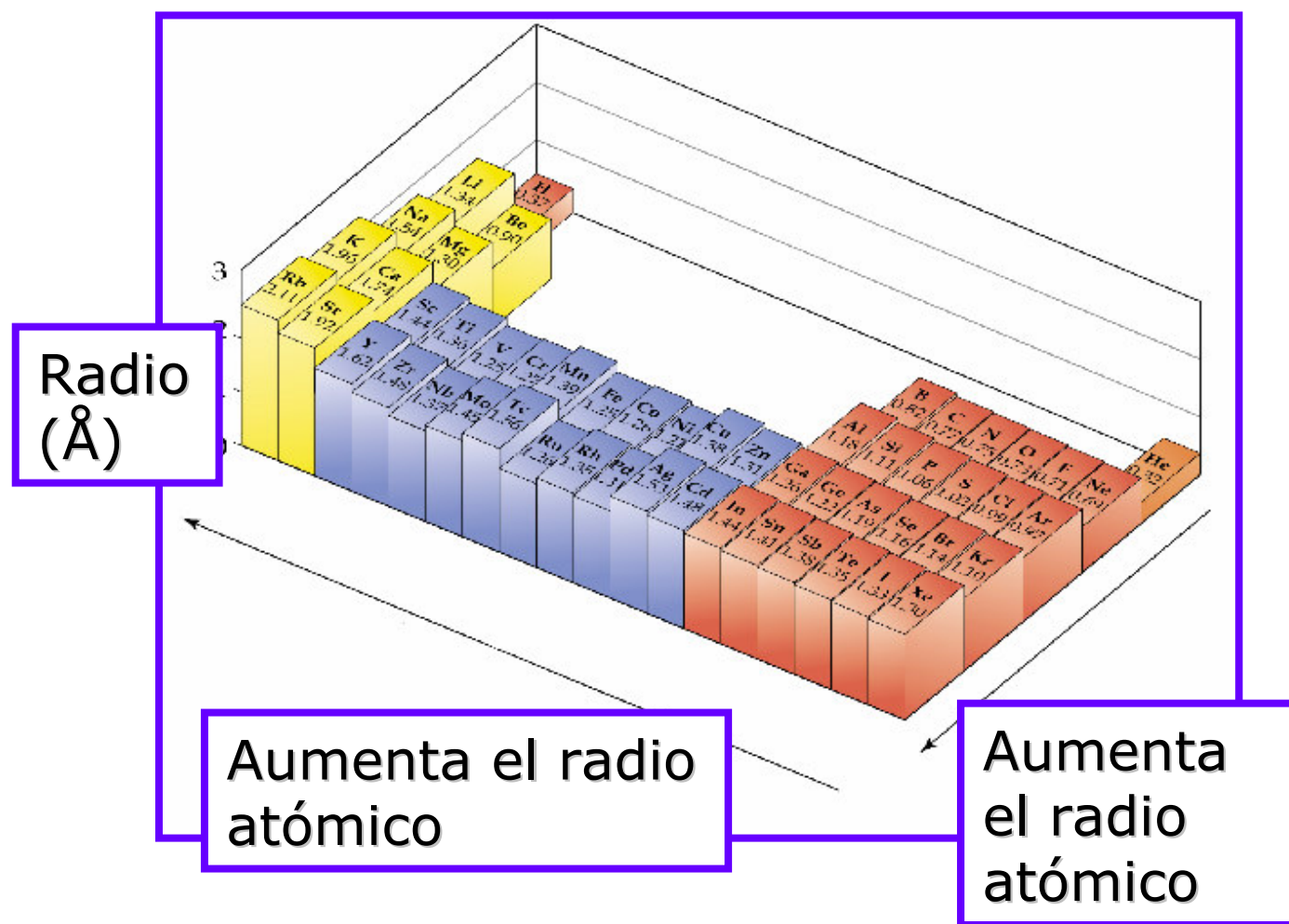
UNIVERSIDAD  
DE LAS AMERICAS  
Laureate International Universities®



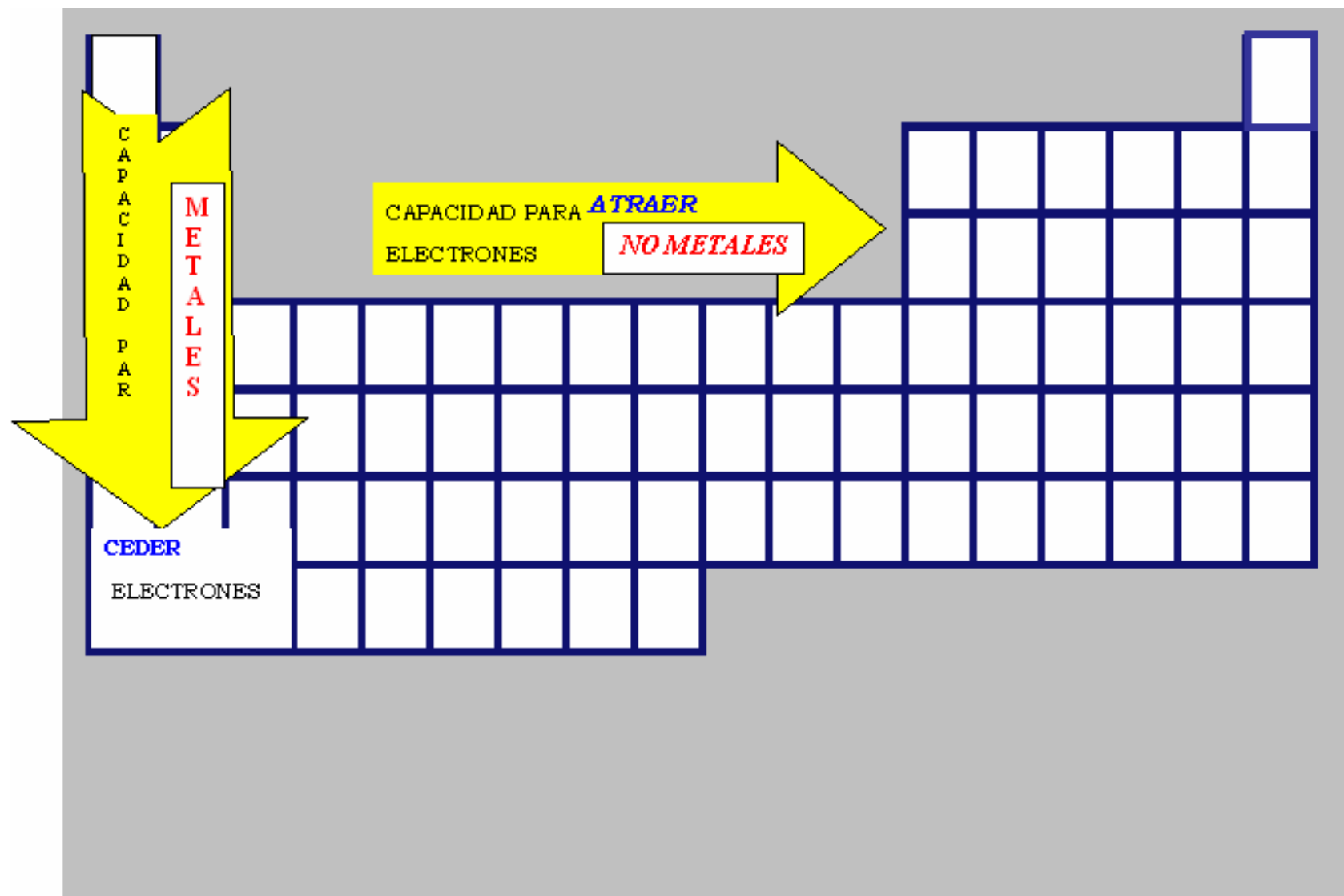
# Otro ejemplo Variación del radio atómico en la tabla periódica



# VARIACIÓN DEL RADIO ATÓMICO EN RELACIÓN AL NÚMERO ATÓMICO.

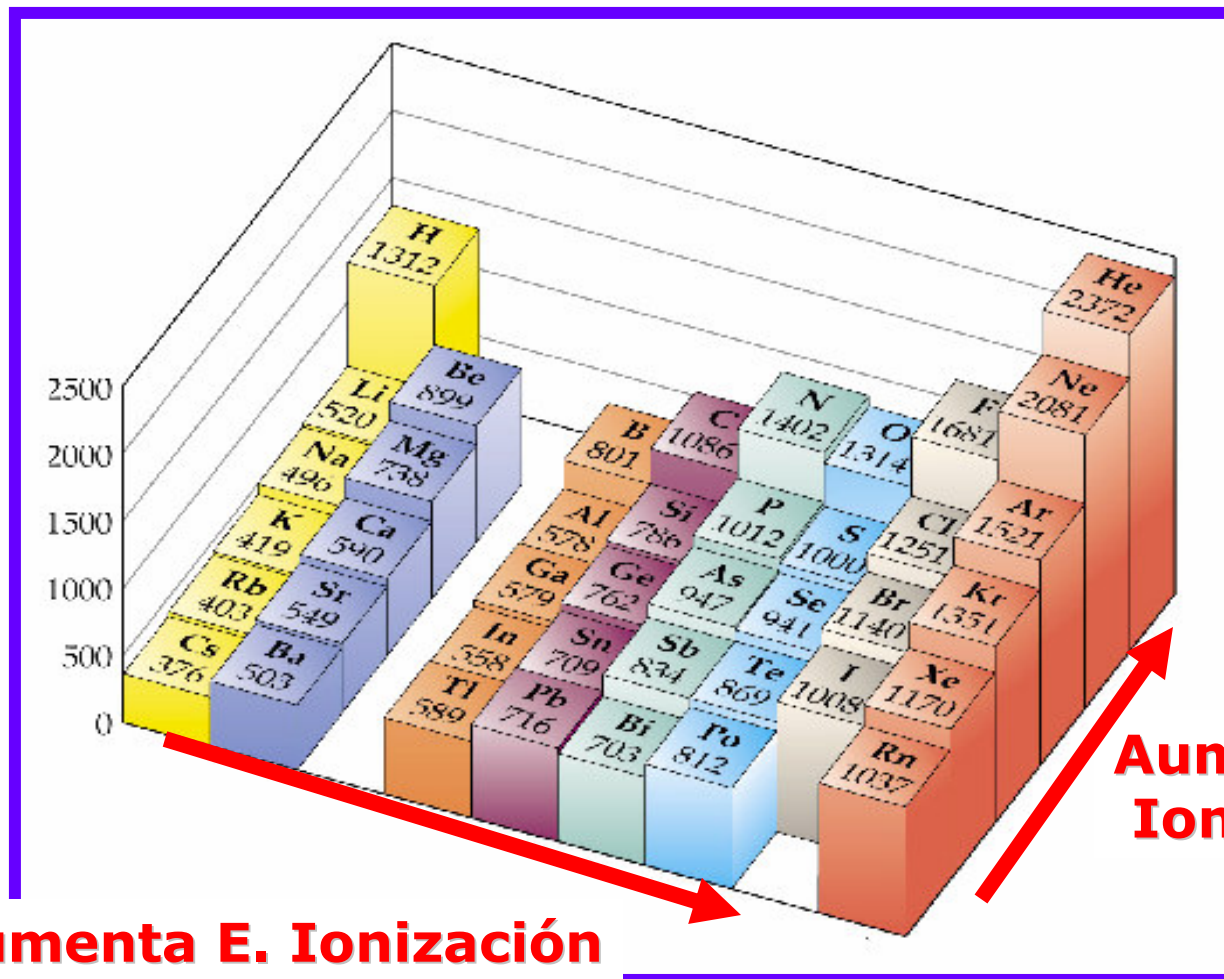


# VARIACIÓN DEL CARÁCTER METÁLICO



# VARIACIÓN DE LA ENERGÍA DE IONIZACIÓN O POTENCIAL DE IONIZACIÓN

Energía de ionización (kJ/mol)



**Aumenta E. Ionización**

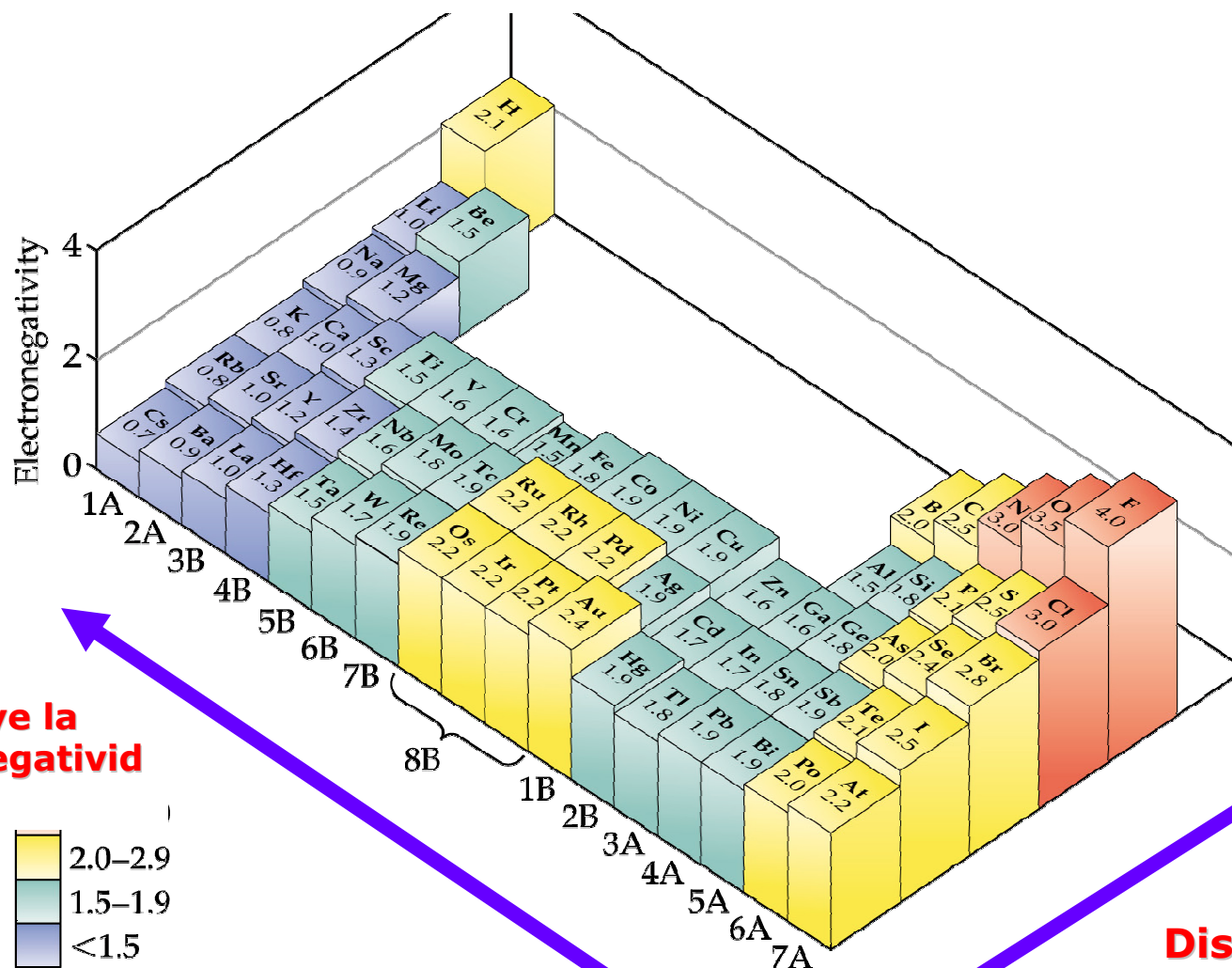
**Aumenta E. Ionización**

toras: Msc. Sylvia Araya  
Dra. Luz Alegría

PREUNIVERSITARIO EN LA UNIVERSIDAD  
AGOSTO a NOVIEMBRE 2008

UNIVERSIDAD  
DE LAS AMERICAS  
Laureate International Universities®

# VARIACIÓN DE LA ELECTRONEGATIVIDAD

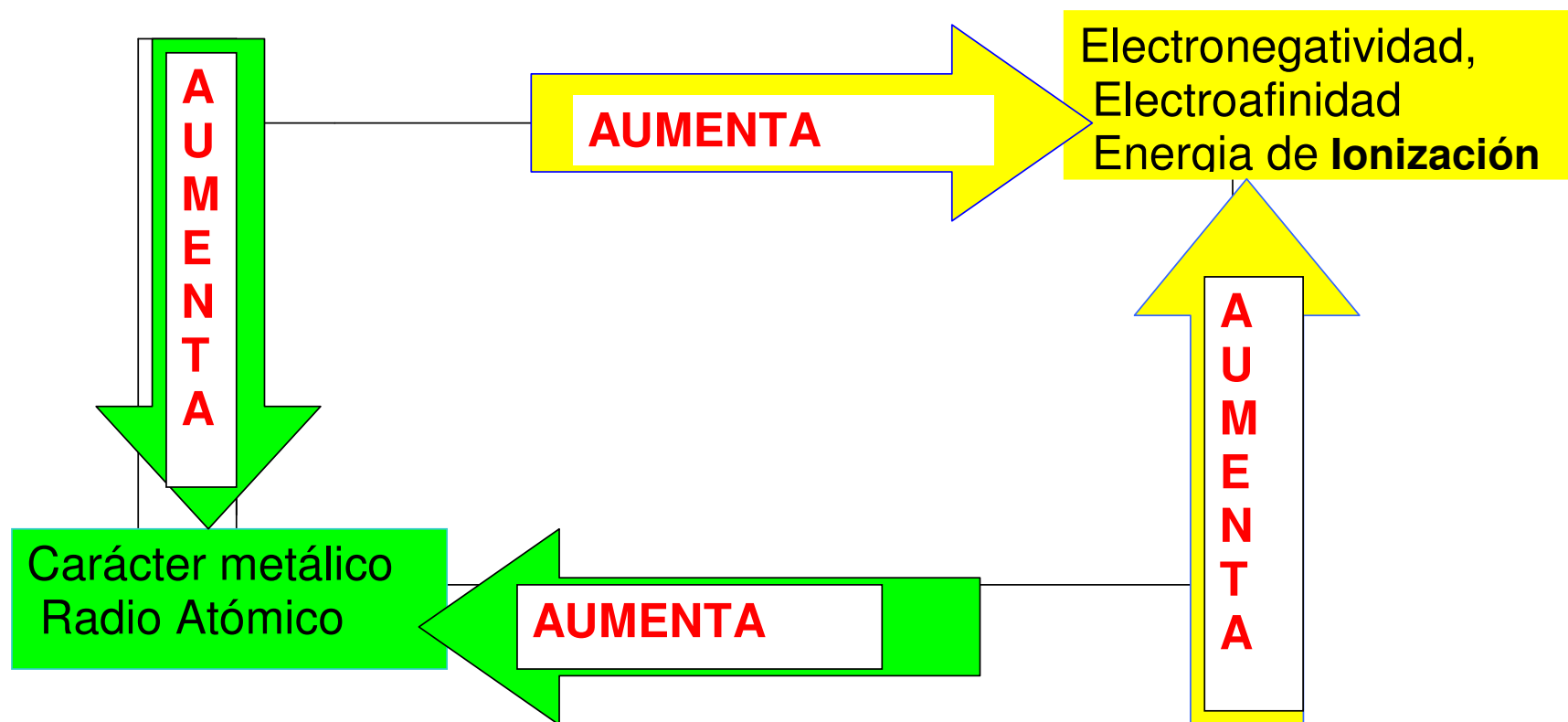


Autoras: Msc. Sylvia Araya  
Dra. Luz Alegría

PREUNIVERSITARIO EN LA UNIVERSIDAD  
AGOSTO a NOVIEMBRE 2008

UNIVERSIDAD  
DE LAS AMERICAS  
Laureate International Universities®

# ***RESUMEN DE LAS PROPIEDADES PERIODICAS***



# ***APLICACION***

1) Ordenar los conjuntos de átomos en orden de radio atómico decreciente:

a) Se, S, O

b) Ga, Ca, Sr

c) Mg, Al, O

2) Ordenar los conjuntos de iones y átomos en orden creciente de radio iónico:

a)  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ , Fe

b) H,  $\text{H}^+$ ,  $\text{H}^-$

3) Ordenar los conjuntos de átomos en orden de electronegatividad creciente:

a) O, Se, Ga, S, Si

b) Ba, Cs, As, Br, Li, K

4) ¿Cuál átomo posee la afinidad electrónica más pequeña? Y ¿Cuál átomo posee el potencial de ionización mayor? Fundamenta

Si, Al, B, C